

UNIDAD No.

LOS GASES

LOGROS:

- Explicar el comportamiento de los gases ideales en términos de la teoría cinética molecular.
- Aplicar las leyes de Charles, Boyle y Dalton para resolver problemas de presión, temperatura y volumen.
- Establecer la diferencia entre gases ideales y gases reales con base en la teoría cinética y los resultados experimentales.
- Definir presión, dar sus propiedades más comunes y explicar como se mide por medio del barómetro y del manómetro.
- Interconvertir medidas de presión expresadas en diferentes unidades.

PARALELO ENTRE LOS ESTADOS DE LA MATERIA:

Los tres estados físicos en que se presenta fundamentalmente la materia se diferencian en principio por su comportamiento en cuanto a forma y volumen. En efecto:

- Los sólidos tienen forma y volumen definidos, es decir, independientes del recipiente que los contenga.
- Los líquidos tienen volumen fijo, pero varían su forma de acuerdo con la del recipiente que los contenga.
- Los gases no tienen ni forma ni volumen definidos, ya que ambas características dependen del recipiente en que se encuentren.

Otras propiedades que nos muestran un comportamiento diferente entre los tres estados son:

a.- La difusión: Cuando destapamos un frasco de perfume, casi inmediatamente percibimos la fragancia correspondiente; de manera semejante, detectamos con gran facilidad escapes en las tuberías de gas, o exceso de gasolina en el carburador de un automóvil. Una explicación a estos hechos la encontramos si consideramos que las moléculas de un gas tienen una gran facilidad para dispersarse espontáneamente en el aire. *Esta dispersión espontánea de una sustancia en otra se denomina difusión.*

En los sólidos la difusión prácticamente no se produce. Así, dos rocas que se pongan en contacto pueden permanecer en tal estado por cientos de años, sin que se observe difusión entre sus componentes.

b.- La compresibilidad: Cuando se aplica una presión sobre un gas, éste se comprime, o sea, disminuye su volumen, con bastante facilidad. Los líquidos y sólidos, por el contrario, son prácticamente incompresibles. Precisamente, la incompresibilidad de los líquidos se aplica en el funcionamiento de sistemas hidráulicos como, por ejemplo, en los frenos de un automóvil. La presión que se aplica sobre el pedal es transmitida por el líquido de frenos a través de un tubo estrecho y llega hasta las bandas; éstas utilizan dicha presión para abrirse y provocar el roce con la campana de la rueda y así detener su movimiento. Si el líquido se comprimiera, esta transmisión de presión no sería posible.

GENERALIDADES DE LOS GASES: Las propiedades que caracterizan a los gases se pueden explicar partiendo del principio según el cual la materia está formada por átomos y moléculas individuales, que se encuentran relativamente separadas y permanecen en constante movimiento. La distancia de las moléculas en un gas varía con la temperatura y la presión a las cuales se sometan.

Estas son las bases de la teoría cinética molecular de los gases, que se tratará o abordará en el presente capítulo.

PRESIÓN: Las moléculas de un gas, al moverse continuamente y a altas velocidades, no sólo chocan entre sí, sino que también los hacen con las paredes del recipiente. Cada colisión contra una pared puede considerarse como una pequeñísima fuerza que se ejerce sobre ella.

Se define como presión *la fuerza que se ejerce por cada unidad de área.*

Para calcular o determinar la presión ejercida por un gas se emplea la siguiente fórmula:

$$P = \frac{F}{A}, \text{ donde } P = \text{Presión}; F = \text{Fuerza y } A = \text{área}$$

La presión se puede expresar en *dinas/cm²* o en *Newton/m²*. ésta última unidad se conoce como pascal. El **pascal** es el estándar de medida de la presión en el sistema internacional de unidades (SI).

Presión de los gases: Las moléculas de un gas chocan entre sí y con las paredes de los envases que las contienen.

Así, ejercen presión sobre cualquier superficie con la cual entren en contacto: Por ejemplo, el aire encerrado en un neumático ejerce presión contra las paredes internas de éste. De

igual manera, la atmósfera ejerce presión sobre la tierra y sobre todos los cuerpos que se encuentren sobre ella, incluidos nosotros mismos; en este caso, hablamos de presión atmosférica. La fuerza de colisión y el número de colisiones con las paredes del envase determinan la presión del gas.

La presión atmosférica: Es el peso ejercido por la masa de aire que posee la tierra sobre todos los objetos y seres vivos que en ella se encuentran

La presión atmosférica no es uniforme en todos los sitios de la tierra: Depende de la cantidad de gases presentes en la atmósfera y ésta, a su vez, es variable. La mayor presión atmosférica se registra al nivel del mar y va disminuyendo con la altura, es decir, a mayor altura menor presión atmosférica. La presión atmosférica se mide con un instrumento llamado *barómetro*, cuya invención se debe al físico italiano *Evangelista Torricelli*, en 1664.

La relación entre la altura de la columna de mercurio en un barómetro de Torricelli y la presión del aire originó una de las unidades más antiguas de presión, la cual es el *milímetro de mercurio (mm Hg)*. **1 mm Hg**, se define como la presión ejercida o causada por una columna de mercurio de 1 milímetro de altura, a 0 °C y al nivel del mar.

Modernamente, el milímetro de mercurio ha recibido el nombre de **torr**, en honor a Torricelli.

$$1\text{mm Hg} = 1 \text{ torr}$$

De acuerdo con lo anterior, la presión atmosférica al nivel del mar es de 760 mm Hg o de 760 torr. Este valor de 760 torr es realmente un valor promedio de muchas mediciones, ya que la presión atmosférica, aún determinada en un mismo sitio, varía constantemente de acuerdo con las condiciones climáticas. Dicho promedio se ha tomado como base para otra unidad, la **atmósfera** (atm). Una atmósfera, es equivalente a 760 torr, exactamente. A la presión atmosférica registrada al nivel del mar se la denomina *atmósfera* de presión y presenta las siguientes equivalencias:

$$\begin{aligned} 1 \text{ atmósfera} &= 76 \text{ cm Hg} \\ &760 \text{ mm Hg} \\ &760 \text{ torr} \end{aligned}$$

1 atmósfera de presión = $1,013 \times 10^3 \text{ N/m}^2$, o sea, que una atmósfera es igual a:

$$\begin{aligned}
 1 \text{ atm} &= 1,013 \times 10^3 \text{ Pa (pascales)} \\
 &101,3 \text{ KPa} \\
 &1,013 \text{ Bares} \\
 &14,7 \text{ lb/pulg}^2
 \end{aligned}$$

Ejercicios

1.- ¿A cuántos mm Hg equivalen:

a.- 2,5 atm?

b.- 0,8 Pa.

Solución

$$a.- \frac{2,5 \text{ atm}}{1} \times \frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \text{ atm}} = \frac{1900 \text{ mm Hg}}{1} = \mathbf{1900 \text{ mmHg R/}}$$

$$b.- \frac{0,8 \text{ Pa}}{1} \times \frac{1 \text{ atm}}{1,013 \times 10^3 \text{ Pa}} \times \frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \text{ atm}} = \frac{608 \text{ mm Hg}}{1,013 \times 10^3} = \mathbf{0,600 \text{ mmHg R/}}$$

2.- La presión atmosférica media de Medellín es de 640 torr, mientras en Bogotá es de 0,737 atm. ¿Cuál de las dos ciudades posee mayor presión atmosférica?

3.- Convierta a atmósfera (atm) los siguientes valores:

a.- 560 mm Hg

b.- 560 torr

c.- 2000 Pa.

LEY DE BOYLE Y DE MARIOTTE: En 1662, el científico inglés Robert Boyle observó que, a temperatura constante, el volumen ocupado por una cantidad dada de gas es inversamente proporcional a la presión, es decir, a mayor presión menor volumen y viceversa. Este enunciado se conoce como *ley de Boyle* y nos indica que si se aumenta la presión en un gas, su volumen disminuye proporcionalmente, y viceversa.

La ley de Boyle describe la relación inversa entre el volumen y la presión de un gas.

Para calcular el volumen y la presión de un gas a temperatura y masa constante, se emplea la siguiente fórmula:

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2 \quad \text{o} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$$

Dónde: V_1 = Volumen inicial, V_2 = Volumen final, P_1 = Presión inicial y P_2 = Presión final

Ejercicios

1.- Una muestra de oxígeno tiene un volumen de 500 ml a una presión de 760 torr se quiere comprimir a un volumen de 380 ml. ¿Qué presión debe ejercerse sobre el oxígeno si la temperatura se mantiene constante?

Solución

$$V_1 = 500 \text{ ml}$$

$$P_1 = 760 \text{ torr}$$

$$V_2 = 380 \text{ ml}$$

$$P_2 = ?$$

Se despeja la presión final (P_2) a partir de la formula general de Boyle:

$$P_1 V_1 = P_2 \times V_2$$

$$P_2 = \frac{P_1 \times V_1}{V_2} = \frac{760 \text{ torr} \times 500 \text{ ml}}{380 \text{ ml}} = \frac{380000 \text{ torr}}{380} = \mathbf{1000 \text{ torr} \quad R/}$$

2.- Cierta cantidad de nitrógeno ocupa un volumen de 30 litros a una presión de 1140 torr. ¿Qué volumen ocupará a 0,5 atm? **(R/ 90 lit)**.

3.- Un gas ideal ocupa un volumen de 485 ml a una presión de 284 mm Hg. ¿Cuál será su volumen si la presión aumenta a 385 mm Hg? **(R/ 357,766 ml)**.

4.- Calcule el volumen de un gas ideal a 870 mm Hg, si ocupó 583 ml a 670 mm Hg.

5.- El volumen de un gas ideal es de 5,85 lit a 1,6 atm de presión. ¿Cuál fue la expresión del volumen si la presión se redujo a una atmósfera?.

6). ¿A qué presión se debe someter una muestra de gas a temperatura constante para comprimirlo de 18 lit a 8,2 lit, si su presión es de 1,7 atm?. **(R/ 3,73 atm)**

7). Una muestra de cloruro gaseoso ocupa un volumen de 430ml a una presión de 780 torr. ¿Cuál será el volumen de la muestra una presión de 420 torr? **(R/ 798,57ml)**.

LEY DE CHARLES Y GAY LUSSAC: La relación entre el volumen y la temperatura de un gas fue estudiada inicial en 1787 por el físico francés *Jacques Charles*. Su trabajo fue ampliado posteriormente, en 1802, por Joseph Gay Lussac, eminente químico y físico, también de nacionalidad francesa.

De estos estudios se desprende que, a presión constante, el volumen ocupado por una cantidad dada de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta. Este enunciado se conoce como *ley de Charles* (también denominada Ley de Charles-gay Lussac) y significa que un aumento en la temperatura absoluta de un gas produce un aumento de la misma proporción en su volumen, y viceversa. Así, 5 litros de un gas se encuentra a 300 kelvins se calientan a 450 kelvins, (aumento de temperatura 1,5 veces), el aumento se incrementará también 1,5 veces, quedando finalmente en 7,5 litros.

La temperatura en los gases se debe expresar en grados kelvins (°K), es decir, en la escala absoluta de temperatura, si esta en grado Celsius debe hacerse la conversión a la escala kelvins, mediante la aplicación de la fórmula $^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$.

Para calcular o determinar el volumen o la temperatura que posee un gas a presión y a masa constante en un momento dado, se utiliza o emplea la siguiente fórmula:

$$V_1 \times T_2 = V_2 \times T_1 \quad \text{o} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

(**CHARLES** - Cuando la presión es constante)

Dónde: V_1 =Volumen inicial, V_2 = Volumen final, T_1 = Temperatura inicial y T_2 = Temperatura final.

$$P_1 \times T_2 = P_2 \times T_1 \quad \text{o} \quad \frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

(**GAY LUSSAC** - Cuando el volumen es constante)

Dónde: P_1 =presión inicial, P_2 = Presión final, T_1 = Temperatura inicial y T_2 = Temperatura final.

Ejercicios

1.- Un balón de caucho inflado con helio ocupa un volumen de 630 ml a 25 °C. Si se coloca en un congelador a dicho balón y su volumen disminuye a 558 ml. ¿Cuál es la temperatura del congelador en grados Celsius o centígrado?

Solución

Paso No. 1: Se hace la conversión de los 25°C a kelvins así:

$$\begin{aligned} K &= ^{\circ}\text{C} + 273 \\ K &= 25 + 273 \\ K &= \mathbf{298 \text{ R/}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} V_1 &= 630 \text{ ml} \\ T_1 &= 25^{\circ}\text{C} = 298\text{K} \\ V_2 &= 558 \text{ ml} \\ T_2 &= ? \end{aligned}$$

Paso No. 2: Se despeja la temperatura final (T_2) a partir de la fórmula general de Charles y Gay Lussac:

$$V_1 \times T_2 = V_2 \times T_1$$

$$T_2 = \frac{V_2 \times T_1}{V_1} = \frac{558 \text{ ml} \times 298 \text{ K}}{630 \text{ ml}} = \frac{166284 \text{ K}}{630} = \mathbf{263,9 \text{ K} \quad R/}$$

Paso No. 3: Se convierte la respuesta anterior a grados centígrados, porque esa condición la exige el ejercicio.

$$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$$

$$^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273$$

$$^{\circ}\text{C} = 263,9 - 273$$

$$\mathbf{{}^{\circ}\text{C} = -9.1 \quad R/}$$

2). El volumen de un gas ideal es 750 lit cuando su temperatura es de 25°C . ¿Cuál es su volumen si la temperatura baja a 0°C ? **(R/ 687,08 lit)**.

3.- Una muestra de un gas ideal ocupa un volumen de 8,5 lit a una temperatura ambiente de 18°C . ¿Cuál será el volumen cuando la temperatura sea de 308°K ?

4). Si un gas se halla en un recipiente de 19,5 lit a 145°C . Si la temperatura se disminuye hasta -20°C , ¿Cuál es el volumen final del gas? **(R/ 11,80 lit)**

5). Una masa de nitrógeno ocupa un volumen de 58 lit a -28°C . ¿Cuál será su nuevo volumen cuando se aumenta la temperatura a 86°C , si el gas cumple la ley de Charles? **(R/ 84,98 lit)**

LEY DE GAY-LUSSAC: Posteriormente a **Jacques Charles**, el francés **Joseph Gay-Lussac**, hacia 1805, comprobó que los estudios de Charles eran aplicable a muchos otros gases y, además, demostró algo mucho más importante: *por cada variación de un grado centígrado de la temperatura del gas en estudio, este cambiaba su volumen en 1/273 partes de su volumen.*

Gay-Lussac, estudia la relación de la presión con la temperatura, siempre y cuando el volumen se mantenga constante. La temperatura se expresa en la escala absoluta, es decir en grados kelvin ($^{\circ}\text{K}$).

Mediante la aplicación de la siguiente formula:

$$P_1 \times T_2 = P_2 \times T_1$$

(siempre que el volumen sea constante)

Ejercicios:

1.- ¿Cuál será la presión ejercida por un gas que se encuentra en un recipiente de 5 lit a una presión de 3,5 atm y a 27°C, si se aumenta la temperatura a 50°C y el volumen del recipiente no varía?.

Solución

Datos del ejercicio:

$$P_2 = ?$$

V del recipiente = 5 lit

$$P_1 = 3,5 \text{ atm}$$

$$T_1 = 27^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 50^\circ\text{C}$$

Volumen no varía (es constante).

Paso No. 1: Se convierten las temperaturas °C a K:

$$T_1 \quad K = ^\circ\text{C} + 273$$

$$K = 27 + 273$$

$$K = 300$$

$$T_2 \quad K = ^\circ\text{C} + 273$$

$$K = 50 + 273$$

$$K = 323$$

Paso No. 2: Se aplica la formula indicada para resolver el ejercicio, mediante despeje de la formula general de Charles.

$$P_1 \times T_2 = P_2 \times T_1$$

$$P_2 = \frac{P_1 \times T_2}{T_1}$$

$$P_2 = \frac{3.5 \text{ atm} \times 323 \text{ K}}{300 \text{ K}} = \frac{1130.5 \text{ atm}}{300}$$

$$P_2 = 3.768 \text{ atm} \quad R/$$

2.- La presión de cierta cantidad de H₂S a 293 °K es de 625 torr. ¿Cuál es su presión a 80°C si el volumen permanece constante?.

3.- Un neumático con capacidad de 16 lit de aire soporta una presión de 1520 mmHg a una temperatura de 296 K. ¿Qué presión llegará a soportar dicho neumático cuando el neumático alcance una temperatura de 70 °C?

LEY COMBINADA DE LOS GASES
(Leyes de Boyle, Charles y Lussac combinadas)

Las leyes de Boyle-Mariotte y Charles-Gay Lussac se suelen combinar para obtener una expresión que nos relacione el volumen de una cantidad fija de un gas con la presión y la temperatura, cuando estas propiedades varía simultáneamente.

Para determinar la presión, la temperatura o el volumen de un gas de masa constante, se emplea la siguiente fórmula, según esta dos leyes combinadas:

$$P_1 \times V_1 \times T_2 = P_2 \times V_2 \times T_1$$

Ejercicios

1.- Una muestra de cierto gas ocupa un volumen de 650 ml a una presión de 748 torr y 25°C. ¿Qué volumen ocupará a 1 atm y 20°C?

Solución

$V_1 = 650 \text{ ml}$
 $P_1 = 748 \text{ torr}$
 $T_1 = 25^\circ\text{C}$
 $V_2 = ?$
 $P_2 = 1 \text{ atm}$
 $T_2 = 20^\circ\text{C}$

Paso No. 1: Se convierten las temperaturas de Celsius a kelvins:

$K = ^\circ\text{C} + 273$	$K = ^\circ\text{C} + 273$
$K = 25 + 273$	$K = 20 + 273$
$K = 298 \text{ R/}$	$K = 293 \text{ R/}$

Paso No. 2: Se convierten las presiones a una misma unidad bien sea a torr o a atm.

$$\frac{1 \text{ atm}}{1} \times \frac{760 \text{ torr}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{760 \text{ torr} \quad \text{R/}}$$

Paso No. 3: Se procede a despejar el volumen final (V_2) de la fórmula general de la ley combinada:

$$P_1 \times V_1 \times T_2 = P_2 \times V_2 \times T_1$$

$$V_2 = \frac{P_1 \times V_1 \times T_2}{P_2 \times T_1} = \frac{748 \text{ torr} \times 650 \text{ ml} \times 293^\circ\text{K}}{760 \text{ torr} \times 298^\circ\text{K}} = \frac{14245660 \text{ ml}}{226480}$$

$$V_2 = \mathbf{62,90 \text{ ml} \quad \text{R/}}$$

2.- Una muestra de helio ocupa 850 ml a 15°C y 720 mm Hg. ¿Qué volumen en ml ocupará este gas si la presión es ahora de 800 mm Hg y la temperatura de 0°C? **(R/ 725,15 ml)**

3.- ¿Cuál será la presión ejercida por un gas que se encuentra en un recipiente de 5 lit a una presión de 3,5 atm y a 27°C, si se aumenta la temperatura a 50°C y el volumen del recipiente no varía? **(R/ 3,76 atm) .**

4.- Una masa de gas a 25°C y 540 mmHg ocupa un volumen de 6,5 lit el cual se mantiene constante. Calcule la presión que alcanza dicho gas cuando la temperatura es de 328 K.

5.- Un gas desconocido ocupa un volumen de 20 lit a 40°C y a 770 torr. ¿Cuál será la presión en atm de este gas si el nuevo volumen es de 75 lit a -30°C?

LEY DE AVOGADRO: En 1811, químico italiano Amadeo Avogadro propuso una hipótesis para explicar diversos hechos que había observado con gases que participaban en reacciones químicas. Esta hipótesis, que hoy se conoce como *Ley de Avogadro*, establece que *a las mismas condiciones de temperatura y presión, iguales volúmenes de todos los gases contienen el mismo número de moles.* Así, por ejemplo, 5 litros de hidrógeno a 0,8 atm y 27°C contienen el mismo número de moles (y por tanto, de moléculas) que 5 litros de oxígeno a las mismas condiciones. De igual manera, si se duplica dicho número de moles sin que varíen ni la temperatura ni la presión, el volumen también se duplica. Esta es la principal implicación de la ley de Avogadro: *El volumen de un gas es directamente proporcional al número de partículas, y no a su masa como ocurre con los líquidos y los sólidos.*

Las condiciones normales (CN o PTN): Para un gas son las siguientes:

Presión normal: 1 atmósfera, 760 torr, 760 mm Hg

Temperatura normal: 0°C , 273°K.

El volumen molar de un gas a CN es: 22.4 lit.

1 mol de un gas es igual a: su peso molecular en gr/mol, $6,023 \times 10^{23}$ moléculas.

Para calcular el número de moles (n) de una sustancia se emplea la formula:
$$n = \frac{m}{PM}$$

Donde m es la masa dada del gas en este caso expresada en gr y PM es el peso molecular en gr/mol.

Hay que memorizar o aprender de memoria los anteriores datos, ya que son valores constantes

Ejercicios

1.- Determine el volumen que ocupan 40 gr de CO₂ a condiciones normales. ¿A cuántas moléculas equivalen estos gramos?

Solución

Para solucionar el presente ejercicio, es preciso tener en cuenta la relación de masa molecular y el número de moles y el número de avogadro con el número de moles.

Gramos de CO₂ = 40 gr
Vol de 1 mol de CO₂ a CN = 22.4 lit
1 mol de CO₂ = 44 gr/mol.
1 mol de CO₂ = 6,023 x 10²³ moléculas.

Número de moles del CO₂ :

$$n = \frac{m}{PM} = \frac{40 \text{ gr CO}_2}{44 \text{ gr/mol CO}_2} = \mathbf{0.91 \text{ mol} \quad R/}$$

Se calcula el volumen, mediante la utilización de una regla de tres:

Si 1 mol de CO ₂	-----	22.4 lit
0,91 mol de CO ₂	-----	X

$$X = \frac{0,91 \text{ mol de CO}_2 \times 22.4 \text{ lit}}{1 \text{ mol de CO}_2} = \frac{20.38 \text{ lit}}{1} = \mathbf{20.38 \text{ lit} \quad R/}$$

Se calcula el número de moléculas por medio de una regla de tres con el número de Avogadro:

Si 6,023 x 10 ²³ moléculas	-----	22.4 lit
X	-----	20.38 lit

$$X = \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas} \times 20.38 \text{ lit}}{22.4 \text{ lit}} = \frac{1.23 \times 10^{25} \text{ moléculas}}{22.4}$$

$$X = \mathbf{5,49 \text{ moléculas} \quad R/}$$

2.- ¿Cuántas moles corresponden 8.5 lit de CH₄ a condiciones normales (CN)?.

Solución

Vol = 8,5 lit en CN

Vol de 1 mol en CN = 22.4 lit

Número de moles (n) = ?

Par solucionar el presente ejercicio se plantea una regla de tres:

Si 1 mol de CH ₄ a CN	-----	22.4 lit
X	-----	8.5 lit

$$X = \frac{1 \text{ mol de CH}_4 \times 8.5 \text{ lit}}{22,4 \text{ lit}} = \frac{8.5 \text{ mol de CH}_4}{22.4} = \mathbf{0.379 \text{ mol de CH}_4}$$

LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES: Hacia 1800, Jhon Dalton, al trabajar con mezclas de gases, pudo observar que cada uno se comportaba independientemente, es decir, como si estuviera solo. Además, observó que la presión total ejercida por la mezcla de gases era igual a la suma de las presiones parciales de los gases individuales.

Se entiende por **presión parcial** la presión que ejerce un gas, si fuese el único en el recipiente.

Esta ley la cumple la mayoría de los gases, siempre y cuando no reaccionen.

Consideremos un gas A contenido en un recipiente de un litro, este gas ejerce una presión, P_A, debida a las colisiones de sus partículas contra las paredes de dicho recipiente. Similarmente, un gas B, contenido en otro recipiente de igual volumen, ejerce una presión P_B.

Si dichos gases no reaccionan entre sí y los juntamos en uno solo de los recipientes, las partículas del gas A seguirán chocando contra las paredes del recipiente, independientemente de la presencia del gas B. De esta manera, la presión que ejerce el gas A en la mezcla es la misma que ejerce cuando está solo. Un razonamiento análogo puede hacerse para el gas B. Por consiguiente, la presión total de la mezcla, P_t, será la suma de las presiones que ejercen los gases cuando están separados. Para nuestro ejemplo:

$$P_t = P_A + P_B + \dots P_N$$

En la cual P_t = Presión total del gas, P_A , P_B , P_N , representan las presiones de los diferentes gases.

Ejercicios

1.- La atmósfera terrestre es una mezcla de nitrógeno, oxígeno argón y otros gases en menor proporción. (a) ¿Cuál es la presión parcial del nitrógeno en el aire si a una presión atmosférica de 760 torr, $P(O_2) = 160$ torr, $P(ar) = 7.0$ torr $P(otros) = 0.2$ torr? (b) ¿Qué porcentaje de la presión atmosférica es causada por el nitrógeno?

Solución

a.- $P_{atm} = P_{N_2} + P_{O_2} + P_{ar} + P_{otros}$
y, por tanto:

$$P_{N_2} = P_{atm} - (P_{O_2} + P_{ar} + P_{otros})$$

$$P_{N_2} = 760 \text{ torr} - (160 + 7.0 + 0.2) \text{ torr} = 592.8 \text{ torr}$$

b.- Porcentaje de la presión del nitrógeno

$$\% P_{N_2} = \frac{P_{N_2}}{P_{atm}} \times 100\% = \frac{592.8 \text{ torr}}{760 \text{ torr}} \times 100\% = 78\%$$

2.- Si se introducen 10gr de cada uno de los siguientes gases: Hidrógeno (H_2), oxígeno (O_2) y nitrógeno (N_2) en un recipiente de 5 lit a una temperatura de $20^\circ C$, establezca o determine:

- a.- El número de moles de cada gas.
- b.- La presión de cada uno de ellos.
- c.- La presión total de la mezcla.

Solución

Gramos o masa de cada uno de los gases:

$$m = \text{Hidrógeno } (H_2) = 10\text{gr}$$

$$m = \text{Oxígeno } (O_2) = 10\text{gr}$$

$$m = \text{Nitrógeno } (N_2) = 10\text{gr}$$

$$\text{Volumen del recipiente} = 5 \text{ lit}$$

$$T = 20^\circ C$$

$$n = ?$$

$$P(H_2) = ?$$

$$P(O_2) = ?$$

$$P(N_2) = ?$$

Paso No. 1: Se convierte la temperatura de °C a °K

$$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$$

$$^{\circ}\text{K} = 20 + 273$$

$$^{\circ}\text{K} = 293$$

Paso No. 2: Se calcula el peso molecular (PM) en gr/mol para cada uno de los gases, estos valores deben estar redondeados, para lo cual se requiere de la tabla periódica.

$$\text{H}_2 = 1,007\text{gr/mol} \times 2 = 2,014\text{gr/mol} = \mathbf{2\text{gr/mol}}$$

$$\text{O}_2 = 15,999\text{gr/mol} \times 2 = 31,998\text{gr/mol} = \mathbf{32\text{gr/mol}}$$

$$\text{N}_2 = 14,007\text{gr/mol} \times 2 = 28,014\text{gr/mol} = \mathbf{28\text{gr/mol}}$$

Paso No. 3: Se calcula el número de moles (n) para cada uno de los gases.

$$n = \frac{m \text{ (masa)}}{\text{PM (Peso molecular)}}$$

$$n_{(\text{H}_2)} = \frac{10 \text{ gr}}{2\text{gr/mol}} = \mathbf{5 \text{ mol}}$$

$$n_{(\text{O}_2)} = \frac{10 \text{ gr}}{32\text{gr/mol}} = \mathbf{0.31 \text{ mol}}$$

$$n_{(\text{N}_2)} = \frac{10 \text{ gr}}{28\text{gr/mol}} = \mathbf{0.36 \text{ mol}}$$

Paso No. 4: Se calculan las presiones parciales para cada uno de los gases, mediante la aplicación de la siguiente formula:

$$P \times V = n \times R \times T \quad \text{-----} \quad P = \frac{n \times R \times T}{V}$$

a.- **Presión parcial del (H₂):**

$$P_{(\text{H}_2)} = \frac{n \times R \times T}{V} = \frac{5\text{mol} \times 0.082 \text{ lit.atm/mol.}^{\circ}\text{K} \times 293^{\circ}\text{K}}{5 \text{ lit}} = \frac{120 \text{ atm}}{5}$$

$$P_{(\text{H}_2)} = \mathbf{24,026 \text{ atm}}$$

b.- **Presión parcial del (O₂):**

$$P_{(\text{O}_2)} = \frac{n \times R \times T}{V} = \frac{0.31\text{mol} \times 0,082 \text{ lit.atm/mol.}^{\circ}\text{K} \times 293^{\circ}\text{K}}{5 \text{ lit}} = \frac{7.448\text{atm}}{5}$$

$$P_{(\text{O}_2)} = \mathbf{1,48 \text{ atm}}$$

c.- **Presión parcial del (N₂):**

$$P_{(N_2)} = \frac{n \times R \times T}{V} = \frac{0.36 \text{ mol} \times 0.082 \text{ lit.atm/mol.}^\circ\text{K} \times 293^\circ\text{K}}{5 \text{ lit}} = \frac{8.65 \text{ atm}}{5}$$

$$P_{(N_2)} = 1,73 \text{ atm}$$

Paso No. 5: Se calcula la presión total de la mezcla de los gases:

$$P(T) = P(H_2) + P(O_2) + P(N_2)$$

$$P(T) = 24,026 \text{ atm} + 1,48 \text{ atm} + 1,73 \text{ atm}$$

$$P(T) = 27,24 \text{ atm}$$

3.- Si la presión total ejercida por 5gr de cada uno de los gases: Helio (He₂), dióxido de carbono (CO₂), metano (CH₄) es de 15atm y el volumen del recipiente es de 25lit a 25°C, ¿Cuál es la presión ejercida por cada gas?, ¿Cuántos moles de cada gas están presentes en dicha mezcla?

4.- Un cilindro de 10 lit a temperatura de 24°C contiene oxígeno a una presión 780 torr, helio a 1.2 atm y nitrógeno a 620 torr. ¿Cuál es la presión total en torr ejercida por los gases?
(R/ 2312 torr).

ECUACIÓN DE ESTADO PARA LOS GASES IDEALES

Son entonces cuatro las variables que determinan el estado de un gas: V, n, P y T. El volumen está condicionado por las otras tres variables, de acuerdo con las leyes que hemos estudiado. La fórmula de la ecuación de estado o de los gases ideales es:

$$P \times V = n \times R \times T$$

Donde P= Presión, V= Volumen, n= Número de moles ($n=m/PM$), T= Temperatura y R= Constante universal de los gases y tiene un valor de **0,082 Lit.atm/mol.°K**, independientemente de la naturaleza del gas y de las condiciones a que éste se encuentre. El anterior valor de R es una constante y hay que aprenderla de memoria.

El anterior valor de la constante **R**, resulta de tomar como referencia el volumen 1 mol de cualquier gas en condiciones de temperatura y presión normales, así:

Volumen molar = 22,4 lit.

Presión = 1 atm.

Temperatura = 273°K

n = 1 mol

Despejando R de la ecuación de estado $P_x V = n_x R_{xx} T$, la ecuación queda:

$$P_x V = n_x R_x T \quad \text{-----} \quad R = \frac{P_x V}{n_x T}$$

$$R = \frac{1 \text{ atm}_x 22,4 \text{ lit}}{1 \text{ mol}_x 273 \text{ K}} = \frac{22,4 \text{ atm}_x \text{ lit}}{273 \text{ mol}_x \text{ K}} = 0,082 \text{ atm}_x \text{ lit/mol}_x \text{ K}$$

Masa molecular (M) = $d_x R_x T / P$; Densidad (d) = $P_x M / R_x T$

Ejercicios

1.- Un envase metálico para cierto desodorante en aerosol contiene 0,01 moles de gas propelente y tiene un volumen de 250 ml. Calcule la presión del gas dentro del envase si accidentalmente se calienta a 400°C.

Solución

Los datos de que disponemos son:

n = 0,01 moles.

V = 250 ml.

P = ?

T = 400°C.

R = 0,082 lit.atm/mol.k

Paso No. 1: Se realizan las conversiones mediante reglas de tres para la temperatura y el volumen.

a.- Se convierte los 250 ml a litros:

$$\begin{array}{lcl} \text{Si } 1 \text{ lit} & \text{-----} & 1000 \text{ ml} \\ X & \text{-----} & 250 \text{ ml} \end{array} \quad X = \frac{1 \text{ lit} \times 250 \text{ ml}}{1000 \text{ ml}} = \frac{250 \text{ lit}}{1000}$$

$$X = 0,25 \text{ lit R/}$$

b.- Se convierte los 400°C a °K:

$$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$$

$$^{\circ}\text{K} = 400 + 273$$

$$^{\circ}\text{K} = 673 \text{ R/}$$

Paso No. 2: Se procede a despejar la presión (P) de la fórmula general de la ecuación de estado:

$$P \times V = n \times R \times T \quad \text{-----} \quad P = \frac{n \times R \times T}{V}$$

$$P = \frac{0,01 \text{ moles} \times 0,082 \text{ lit.atm/mol. k} \times 673 \text{ k}}{0,25 \text{ lit}} = \frac{0,552 \text{ atm}}{0,25}$$

$$P = 2,2 \text{ atm R/}$$

2.- Una cantidad determinada de benceno (C_6H_6) ocupa un volumen de 1250 ml a $20^\circ C$ y 1000 torr. Determine el número de moles (n) y de moléculas del compuesto.

Solución

Datos de que se dispone para realizar el ejercicio:

$$V = 1250 \text{ ml.}$$

$$T = 20^\circ C.$$

$$P = 1000 \text{ torr.}$$

$$n = ?$$

$$R = 0,082 \text{ lit.atm/mol.}^\circ K$$

$$\text{Números de moléculas} = ?$$

Paso No. 1: Se realizan las conversiones mediante reglas de tres para la temperatura, el volumen y la presión.

a.- Se convierte los 250 ml a litros:

$$\begin{array}{lcl} \text{Si } 1 \text{ lit} & \text{-----} & 1000 \text{ ml} \\ X & \text{-----} & 1250 \text{ ml} \end{array} \quad X = \frac{1 \text{ lit} \times 1250 \text{ ml}}{1000 \text{ ml}} = \frac{1250 \text{ lit}}{1000}$$

$$X = 1.25 \text{ lit R/}$$

b.- Se convierte los $20^\circ C$ a K:

$$K = ^\circ C + 273$$

$$K = 20 + 273$$

$$K = 293 \text{ R/}$$

c.- Se convierte los 1000 torr a atm:

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ atm} & \text{-----} & 760 \text{ torr} \\ X & \text{-----} & 1000 \text{ torr} \end{array} \quad X = \frac{1 \text{ atm} \times 1000 \text{ torr}}{760 \text{ torr}} = \frac{1000 \text{ atm}}{760}$$

$$X = 1.315 \text{ atm R/}$$

Paso No. 2: Se procede a despejar el **número de moles** (n) de la fórmula general de la ecuación de estado:

$$P \times V = n \times R \times T \quad \text{-----} \quad P = \frac{n \times R \times T}{V}$$

$$n = \frac{P \times V}{R \times T} = \frac{1.31 \text{ atm} \times 1.25 \text{ lit}}{0,082 \text{ lit.atm/mol.K} \times 293 \text{ K}} = \frac{1.6375}{24.026 \text{ mol}}$$

$$n = 0.068 \text{ mol R/}$$

Solución

$m = 3,78 \text{ gr}$
 $V = 3 \text{ lit}$
 $T = 50 \text{ }^{\circ}\text{C}$
 $P = 747 \text{ mmHg.}$
PM = ?

Paso No. 1: Se convierte la temperatura de $^{\circ}\text{C}$ a K , porque la constante **R** lleva K , para que de esta manera pueda cancelarse unidades, así:

$$\begin{aligned} K &= ^{\circ}\text{C} + 273 \\ K &= 50 + 273 \\ \mathbf{K} &= \mathbf{323 \quad R/} \end{aligned}$$

Paso No. 2: Se convierte la presión de mmHg a atm , porque la constante **R** lleva atm , para que de esta manera pueda cancelarse unidades, así:

$$\frac{747 \text{ mmHg}}{1} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = \frac{747 \text{ atm}}{760} = \mathbf{0.983 \text{ atm} \quad R/}$$

Paso No. 3: Se aplica la formula indicada mediante despeje de la formula general de la ecuación de estado, así:

$$\mathbf{P \times V = n \times R \times T} \quad \text{-----} \quad \mathbf{n = \frac{P \times V}{R \times T}}$$

De acuerdo a los datos suministrados por el ejercicio, la formula que nos permite resolver el ejercicio es:

$$\begin{aligned} n &= \frac{P \times V}{R \times T} \\ n &= \frac{0.983 \text{ atm} \times 3 \text{ Lit}}{0.082 \text{ atm} \times \text{lit/mol} \times \text{K} \times 323 \text{ K}} = \frac{2.949}{26.486 \text{ mol}} = \mathbf{0.111 \text{ mol} \quad R/} \end{aligned}$$

$$\mathbf{n = 0.111 \text{ mol} \quad R/}$$

Paso No. 4: Con la respuesta anterior, es decir, el número de moles (n), podemos hallar el peso o masa molecular (PM).

$$\begin{aligned} n &= \frac{m}{\text{PM}} \\ \text{PM} &= \frac{3.78 \text{ gr}}{0.111 \text{ mol}} = \mathbf{34.04 \text{ gr/mol} \quad R/} \end{aligned}$$

$$\mathbf{PM = 34.04 \text{ gr/mol} \quad R/}$$

En la ecuación de estado, también se puede relacionar la masa o peso molecular con la densidad, a través del siguiente conversión, sustitución y despeje:

Recordemos que: $d = \frac{m}{v}$ (masa) y $n = \frac{m}{PM}$ (volumen)

Al remplazar a n y d en la ecuación de estado $P \times V = n \times R \times T$ se tiene:

$$P \times V = \frac{m}{PM} \times R \times T, \quad \text{de donde} \quad P \times PM = \frac{m}{V} \times R \times T, \quad \text{así se tiene que:}$$

$$PM = \frac{d \times R \times T}{P}$$

Ejercicios

1.- La densidad de un gas es de 2.37 gr/lit a 25°C y 873torr. Calcule el PM del gas.

Solución

$$d = 2.37 \text{ gr/lit.}$$

$$T = 25^\circ\text{C}$$

$$P = 873 \text{ torr}$$

$$PM = ?$$

Paso No. 1: Se convierte la temperatura de °C a K, porque la constante R lleva K, para que de esta manera pueda cancelarse unidades, así:

$$K = ^\circ\text{C} + 273$$

$$K = 25 + 273$$

$$K = 298 \quad R/$$

Paso No. 2: Se convierte la presión de torr a atm, porque la constante R lleva atm, para que de esta manera pueda cancelarse unidades, así:

$$\frac{873 \text{ torr}}{1} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} = \frac{873 \text{ atm}}{760} = 1.15 \text{ atm} \quad R/$$

Paso No. 3: Se aplica la formula indicada para resolver el ejercicio.

$$PM = \frac{d \times R \times T}{P}$$

$$PM = \frac{2.37 \text{ gr/lit} \times 0.082 \text{ atm} \times \text{lit/mol} \times K \times 298 \text{ K}}{1.15 \text{ atm}} = \frac{57.913 \text{ gr/mol}}{1.15}$$

$$PM = 50.359 \text{ gr/mol} \quad R/$$